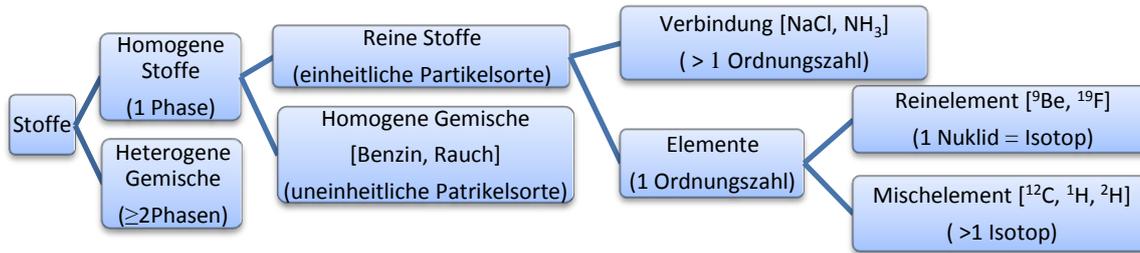


CHEMIE FÜR INGENIEURE

Aufbau der Materie

Stofflehre

Stoffeinteilung



Heterogene Gemische

	Hauptbestandteil		
	fest	flüssig	gasförmig
fest	Gemenge (Granit, Sand) {Sortieren, Sieben, Extraktion}	Suspension (Farbe, Schlamm) {Sedimentation, Zentrifugieren, Filtrieren}	Aerosol (Rauch) {Sedimentieren, elektrostatische Trennung}
flüssig	Kolloide , Gele nano (Schmiermittel) {Verdampfen} Thyndall-Effekt	Emulsion (Milch, Kosmetika) {Zentrifugieren, Trennung mit Scheidetrichter}	Aerosol (Nebel, Schaum) {Sedimentieren}

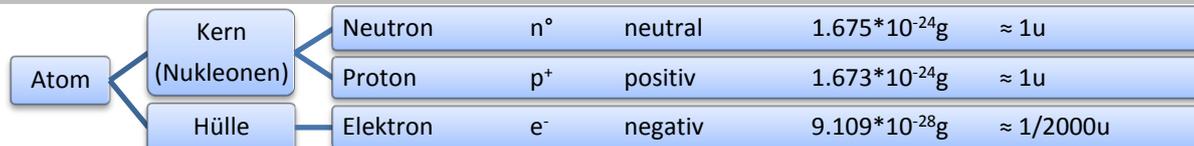
Physikalische Trennverfahren

Heterogene Gemische

Homogene Gemische

Extrahieren: Herauslösen einer Phase mit Hilfe einer Flüssigkeit	
Sortieren: Größe, Farbe, Dichte oder Magnetismus	Kristallisation: unterschiedliche Löslichkeit
Sedimentieren und Dekantieren: Absetzen der festen Phase	Destillation: unterschiedliche Siedepunkt
Filtrieren: feinporigen Filter	
Abdampfen: Verdampfen der flüssigen Phase	

Atomaufbau & Atommodelle



${}^M_Z\text{Element}_n^x$	Massenzahl	M	= Nukleonenzahl (p^+ und n^0)
	Ordnungszahl	Z	= Kernladungszahl (p^+ , bzw. e^-)
	Anzahl der Atome	n	
	Ionenladung	x	= Oxidationszahl (+ oder -)

Radioaktivität

Vorkommen	„ungünstiges“ Verhältnis von p^+ und n^0 im Kern (${}^3\text{Tritium}$)	Ordnungszahl ab 84 (Polonium)
-----------	---	-------------------------------

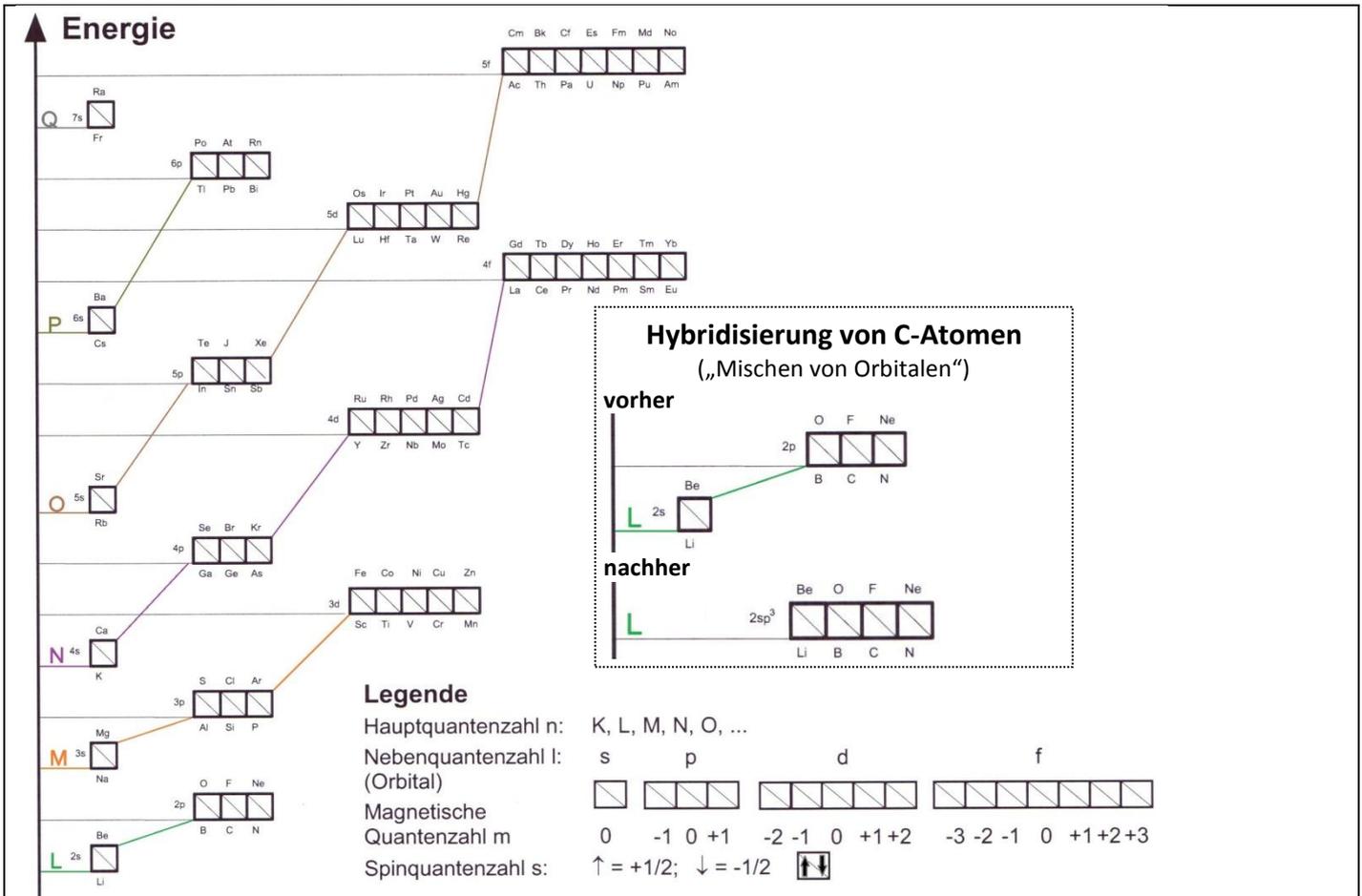
Strahlungsarten

α -Strahlung	Atomzerfall durch Abspaltung von ${}^4_2\text{He}^{++}$ – <i>Kernen</i> bis zum Polonium
β -Strahlung	Abspaltung eines Elektrons aus einem Neutron → Bildung eines neuen Protons
γ -Strahlung	Energieintensive Röntgenstrahlung (Licht); Starke Durchdringung der Materie

Bohr'sches Atommodell

Schale (Energistufe)	max. Elektronenzahl Formel: $2n^2$	Orbitale (je $2e^-$)	Bohr'sches Atommodell	Energistufenmodell (Beispiel Na)
Q	2	1s		
P	8	1s, 3p		
O	18	1s, 3p, 5d		
N	32	1s, 3p, 5d, 7f		
M	50			
L	72			
K	98			

Wellenmechanisches Atommodell



Regeln:

Energieprinzip: Jedes Elektron versucht den energieärmsten Zustand einzunehmen.

Pauli-Prinzip: In einem Atom können zwei e^- in ihren Quantenzahlen n, l, m und s nie völlig übereinstimmen.

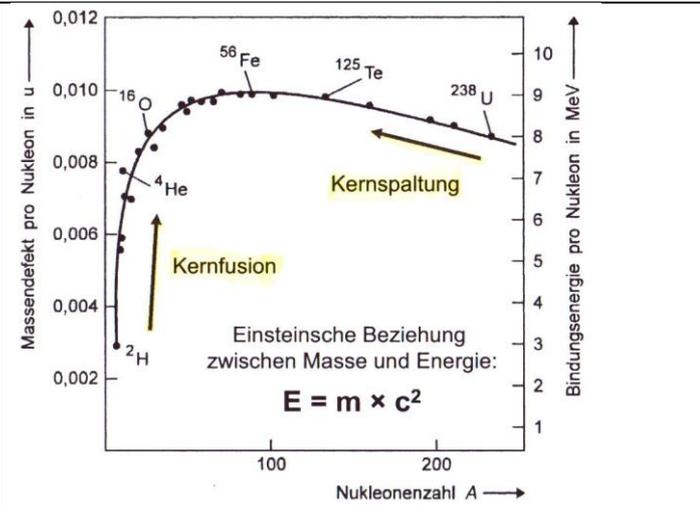
Hund'sche Regel: Jede Orbitalsorte mit definierter Quantenzahlkombination n, l, n strebt zuerst die Halbbesetzung mit parallelem Spin ($s=s+1/2$) an.

Elektronenkonfiguration (bestimmt Eigenschaftsbild)

Na	$[Ne]3s^1$ $\langle [He]2s^2 2p^6 \rangle 3s^1$ $\langle 1s^2 \rangle 2s^2 2p^6 3s^1$	$3s^1$	3 = Schalennummer s = Orbitaltyp 1 = Anzahl e^-
----	---	--------	---

PSE (Periodensystem der Elemente)

Massendefekt (Die Masse des Kern ist geringer als die Masse seiner Kernbausteine.)



Beim Zusammenschluss von p^+ und n^0 zu einem Kern wird ein kleiner Teil in Energie verwandelt.

Nutzung:

- Leichte Kerne verschmelzen (Kernfusion):
- Sonne, Fusionsreaktor, Wasserstoffbombe
- Schwere Kerne spalten (Kernspaltung):
- Kernkraftwerke, Atombombe

Oktettregel – Edelgasregel

Das Bestreben, eine Elektronenkonfiguration mit 8 Elektronen in der äussersten Schale einzunehmen.

Stoffmenge [mol]

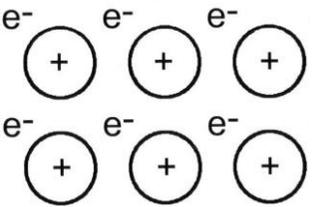
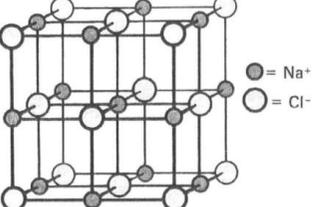
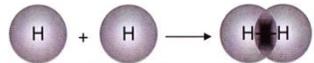
$Anzahl(X) = n(X) * N_A$ $n(X) = \frac{m(X)}{Mw(X)}$	Relative Atommasse	m^{rel}	[u] (unit)	$1u = 1.66 * 10^{-24} g$
	Stoffmenge	n	[mol]	
	molare Masse	Mw	$\left[\frac{g}{mol}\right]$	aus PSE
	Masse	m	[g]	
	Avogadro-Konstante	N_A	[]	$1mol = 6.022 * 10^{23}$ Teilchen

Chemische Bindung

Beispiel

Stoff	Ethanol C_2H_5OH	Dimethyleter CH_3OCH_3
Elektronen	26	26
→ Van der Waals-Kräfte	gleich	gleich
Elektronenverschiebung		
→ Ladungsverteilung	unsymmetrisch	unsymmetrisch
→ Polarität	polar	polar
→ Dipol-/Dipol-Kräfte	ja	ja
Aktive und passive Stellen	1 aktive; 2 passive	0 aktive; 2 passive
→ H-Brücken	3	0
Siedepunkt	höher	tiefer

Chemische Bindungen

		Metallbindung	Ionenbindung	Kovalente Bindung = Atombindung= e ⁻ paarbindung		
Elemente		Metall-Metall	Metall – Nichtmetall	Nichtmetall-Nichtmetall		
Beispiele		Metalle (Legierungen)	Salze (NaCl, MgO)	Moleküle (CO ₂ , H ₂ O)		
Struktur	Modell	Elektronengas-Modell 	Kristallgitter 	Lewis-Strichformel H · + · H → H – H		
				Molekül-Orbital-Theorie 		
	Bausteine	Atomrumpf	Anionen + Kationen	Moleküle		
	Gitterkräfte	e ⁻	elektrostatische Anziehung	Nebenbindungen		
	Bindungskräfte	normal Legierungen Kupfer & Zinn → Bronze Kupfer & Zink → Messing Quecksilberverb. → Amalgame	stark Metall + NMe → Kation + Anion 2 Na + Cl ₂ → 2 Na ⁺ Cl ⁻ Na • + •Cl → Na ⁺ Cl ⁻ elektrostatische Kraft $F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} * \frac{Q_1 * Q_2}{r^2}$ Energie $E = c * \frac{Q_1 * Q_2}{r^2}$ Ladungen elektr. Feldkonstante im Vakuum: $8.85 * 10^{-12} \frac{As}{Nm^2}$ Konstante: $8.988 * 10^9 \frac{Jm}{As^2}$	schwach Van der Waals-Kräfte (schwach) Dipol-Dipol-Kräfte (mittel) Wasserstoffbrücken (stark)	liegen immer vor mehr e ⁻ , m oder A →mehr V.d.W	1. Molekülanordnung 2. EN mit δ- und (höhere EN = δ-) 3. D./D.-Kräfte unpolar: ΔEN < 0.5 polar: ΔEN ≥ 0.5
Eigenschaften	Löslichkeit (Aufbrechen des Gitters)	keine	2 Kriterien: Lösungsmittel = starker Dipol, min. 1 Ionenart einfach geladen ->Coulomb AK _f → A ⁻ _g + K ⁺ _g → A ⁻ _{aq} + K ⁺ _{aq}	10kJ/mol	20kJ/mol	50kJ/mol
	elektrische Leitfähigkeit	gut, frei bewegliche e ⁻ < bei Erwärmung (Schwing.)	im flüssigen Zustand leitfähig eher schlechter elektr. Leiter	Nichtleiter	kaum elektr. Leiter	
	Verformbarkeit	gut besser je weniger e ⁻	hart, spröde bei Schlag (da sich + zu + begibt -> Abstossung)	sehr weich	weich	
	Dichte	hoch		sehr hart		
	Siedepunkt	relativ hoch	hoher Schmelzpunkt	niedr. Schmelzpunkt	niedr. Schmelzpunkt	
			sehr hoher Schmelzpunkt			

Chemische Formeln

Oxidation

Begriff	Abspaltung von Elektronen aus Molekülen; Chemische Reaktion mit Sauerstoff zu Verbindungen	
Regeln	Ne^0 Cl^- S^{3+}	<ul style="list-style-type: none"> Hauptgruppe entspricht meist der Oxidationszahl Elemente, Verbindungen immer = 0 Wasserstoff +1,-1
	$Li^I Cl^{VII} O_4^{-II}$ $C^{+IV} Cl_4^{-I}$	<ul style="list-style-type: none"> Elektronegativeres Atom ist negativ geladen Elemente aus der Mitte einer Verbindung werden durch Bilanzieren ermittelt

Nomenklatur

anorganische Salze		Moleküle										
Kationen: bei Übergangsmetalle Oxidationszahl eingeben <u>Ausnahme:</u> Ammonium NH_4^+ z.B. Cu^+ Kupfer(I)-Ion Cu^{2+} Kupfer(II)-Ion Fe^{3+} Eisen(III)-Ion Anionen: einatomig (-id) N^{3-} Nitrid-Ion O^{2-} Oxid-Ion S^{2-} Sulfid-Ion F^- Fluorid-Ion Cl^- Chlorid-Ion Br^- Bromid-Ion I^- Iodid-Ion	Anionen: (einige) mehratomig (-id) OH^- Hydroxid-Ion $C \equiv N^-$ Cyanid-Ion $S - C \equiv N^-$ Rhodanid-Ion Sauerstoffsäuren (kleine Oxidz. -at/grosse -it) CO_3^{2-} Carbonat-Ion NO_3^- Nitrat-Ion NO_2^- Nitrit-Ion PO_4^{3-} Phosphat-Ion SO_4^{2-} Sulfat-Ion $H_3C - COO^-$ Acetat-Ion ClO_4^- Perchlorat-Ion	Wasserstoffverb. (Anionen) mit Nichtmetallen HF Hydrogenfluorid HCl Hydrogenchlorid HCN Hydrogencyanid Sauerstoffhaltige-verb. H_2CO_3 Kohlensäure HNO_3 Salpetersäure H_3PO_4 Phosphorsäure H_2SO_4 Schwefelsäure $HClO_4$ Perchlorsäure $H_3C - COOH$ Essigsäure Salze $NaCl$ Natriumchlorid MgO Magnesiumoxid $LiOH$ Lithiumhydroxid $CaCl_2$ Kalziumchlorid										
		CO Kohlenstoffmonoxid CO ₂ Kohlenstoffdioxid SO ₂ Schwefeldioxid SO ₃ Schwefeltrioxid <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>1=mono</td></tr> <tr><td>2=di</td></tr> <tr><td>3=tri</td></tr> <tr><td>4=tetra</td></tr> <tr><td>5=penta</td></tr> <tr><td>6=hexa</td></tr> <tr><td>7=hepta</td></tr> <tr><td>8=octa</td></tr> <tr><td>9=nona</td></tr> <tr><td>10=deka</td></tr> </table>	1=mono	2=di	3=tri	4=tetra	5=penta	6=hexa	7=hepta	8=octa	9=nona	10=deka
1=mono												
2=di												
3=tri												
4=tetra												
5=penta												
6=hexa												
7=hepta												
8=octa												
9=nona												
10=deka												

Stöchiometrie

$C_{(f)} + O_{2(g)}$	→	$CO_{2(g)}$		
Ausgangsstoffe (Edukte)	reagieren zu	Endstoffe (Produkte)	g	gasförmiger Stoff
			fl, l	flüssiger Stoff (liquid)
			f, s	Festkörper (solid)
			aq	in Wasser gelöster Stoff (aquatisiert)

Es gehen keine Atome und Masse „verloren“. Koeffizienten müssen ganzzahlig sein.

Aggregatzustände der Materie

	grosser Abstand fast keine Anziehung verteilt sich im Raum	Gasgleichung $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	p Druck $Pa = 10^{-5} bar$
	kleiner Abstand geringe Anziehung leicht teilbar leicht verformbar	Viskosität: Mass für die Dickflüssigkeit	V Volumen m^3
	sehr kleiner Abstand regelmässig schwer teilbar schwer verformbar	Stoffmengenkonzentration $c(X)$ $c(X) = \frac{n(X)}{V_{Lösung}}$	R Gaskonst $8.314 \frac{J}{mol \cdot K}$
		amorphe nicht regelmässig	Flüssigkristalline regelmässig
Lösung: Homogene Mischung von Stoffen in einem Lösungsmittel Löslichkeit abhängig von Wechselwirkungen	Masseanteil $w(X)$ $w(X) = \frac{m(X)}{\sum m_i}$	Struktur: Profil: Beispiel:	Masse von X Gesamtmasse kg

Temperatur steigend → Grösserer Teilchenabstand → Kleinere Kräfte → idealeres Verhalten
 Druck senkend

Chemische Reaktionen

Thermodynamik

$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$ $\Delta S = \Delta Q/T$			Elemente	Verbindungen	Phasenübergänge
ΔG	Freie Enthalpie, Triebkraft einer Reaktion	$\frac{kJ}{mol}$	0	Tabelle	0
ΔH	Enthalpie, Wärmehaushalt Energie, System ↔ Umwelt	$\frac{kJ}{mol}$	0	Tabelle	Tabelle
ΔS	Entropie, Unordnung, mehr Teilchen, mehr Ordnung	$\frac{kJ}{mol * K}$	0	0	wird grösser
ΔQ	Wärme	$\frac{kJ}{mol}$			
T	Temperatur	K			

Freie Enthalpie

$\Delta G < 0; K > 1$	$\Delta G \approx 0; K = 1$	$\Delta G > 0; K < 1$
<p>ΔG negativ</p> <p>spontan ablaufender Prozess nach Überwinden von E_A ablaufend</p>	<p>$\Delta H = T * \Delta S$</p> <p>Reaktion erreicht Gleichgewicht</p>	<p>Aktivierungsenergie E_A</p> <p>ΔG positiv</p> <p>durch dauernde Energiezufuhr ΔG laufend durch dauernde Energiezufuhr E_A laufend</p>

Berechnung

	< 0	> 0
$\Delta G = \sum(n * \Delta G_f \text{Produkte}) - \sum(n * \Delta G_f \text{Edukte})$	läuft ab	läuft nicht ab
$\Delta H = \sum(n * \Delta H_f \text{Produkte}) - \sum(n * \Delta H_f \text{Edukte})$	exotherm System gibt Energie ab	endotherm System nimmt Energie auf
$\Delta S = \sum(n * \Delta S \text{Produkte}) - \sum(n * \Delta S \text{Edukte})$	mehr Ordnung, kleinere Unordnung	weniger Ordnung, grössere Unordnung
$-T * \Delta S = \Delta G - \Delta H$	entropiegesteuert 	enthalpiegesteuert

Kinetik

Reaktionsgeschwindigkeit v

0. Ordnung	1. Ordnung	2. Ordnung	
		1. Typ $A \rightarrow B$	2. Typ $A + B \rightarrow C + D$
$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = \text{konstant}$ $v(t) \text{ unabhängig von } c(A)$	$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = k * c(A,t)$ $v(t) \text{ proportional zu } c(A,t)$	$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t}$ $= k * c(A,t)^2 \quad = k * c(A,t) * c(B,t)$ $= k' * c(A,t)$	
$c(A,t) = c_0(A) - k * t$	$c(A,t) = c_0(A) * e^{-k*t}$	Reduktion auf 1. Ordnung	
Abbau des Alkohols im Blut	Zerfall radioaktiver Isotopen	Additionen, Kondensationen	

Aktivierungsenergie E_A

Funktion	Aufbrechen von chem. Verbindungen; Bildung von Zwischenprodukten			
$k = A * e^{-\frac{E_A}{R*T}}$ $E_A = \frac{R * \ln \frac{k(T_1)}{k(T_2)}}{\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}}$ $T_1 > T_2$	E_A	Aktivierungsenergie	$\frac{J}{mol}$	60 – 250 $\frac{kJ}{mol}$ nachhelfen
	k	Geschwindigkeitskonstante	s^{-1}	< 60 $\frac{kJ}{mol}$ selbstablaufend
	A	Aktivierungsfaktor		
	R	universelle Gaskonstante	8.314 $\frac{J}{mol * K}$	
	T	Reaktionstemperatur	K	pro 10°C → doppelte Geschwindigkeit

Katalyse

Katalysator	Inhibitor/Stabilisator
beschleunigen die Reaktion, vermindert die Aktivierungsenergie, werden nicht verbraucht, verändert chem. Gleichgewicht nicht	verzögert die Reaktion erhöht die Aktivierungsenergie
heterogene Katalyse	homogene Katalyse
min. 2-phasige Lösungen	einphasige Lösungen
Autoabgaskatalysator, Polymerisation	Alkoholabbau im Körper

Chemisches Gleichgewicht (reversible(=umkehrbar) Reaktionen)

Gleichgewicht	$A(g) \leftrightarrow B(g)$	Ein chemisches Gleichgewicht stellt sich ein! Dauer ist abhängig von: Reaktionsgeschwindigkeit $k(\rightarrow), k(\leftarrow)$ Konzentrationen $c(A)$ und $c(B)$	E_A Temperatur T und Druck p
Gleichgewichtskonstante	$K = \frac{c(B)}{c(A)}$		

Änderungen

Hinreaktion	Änderung	Gleichgewicht verschiebt sich zu
exotherm	Temperaturerhöhung	-> Edukte
mehr Gasteilchen (Volumenteile)	Druckerhöhung	-> Edukte

Massenwirkungsgesetz MWG

allgemeine Reaktion	$\alpha A + \beta B \leftrightarrow \gamma C + \delta D$	Konzentration von Feststoffen = 1		
Gleichgewichtskonstante	für Lösungen $K = \frac{c(C)^\gamma * c(D)^\delta}{c(A)^\alpha * c(B)^\beta}$	K	Gleichgewichtskonstante	$[K] = \left(\frac{mol}{l}\right)^x, (bar)^x$
	für Gasmischungen $K = \frac{p(C)^\gamma * p(D)^\delta}{p(A)^\alpha * p(B)^\beta}$	c	Konzentration	$[c] = \frac{mol}{L}$
		$\alpha, \beta, \gamma, \delta$	Koeffizienten	$[\alpha, \beta, \gamma, \delta] = ()$
			p	Partialdruck
Zusammenhang von K und ΔG	$K = e^{-\frac{\Delta G}{R*T}}$	K bleibt	Konzentration	
		K variiert	Temperatur, Druck	

Chemie wässriger Lösungen

Lösevermögen von Wasser gegenüber Salzen

1. Aufbrechen des Kristallgitters 2. Wechselwirkung	Lösungswärme $\left[\frac{kJ}{mol}\right] = \Delta H_L =$	Gitterenergie ΔH_G	+ Hydratationsenthalpie $+ \Delta H_{Hydr}$
--	---	----------------------------	---

Löslichkeitsprodukt K_L von Salzen

$AB \rightarrow A + B$	$c(\text{gelöst } A_m B_n) = c(A) = c(B)$	Massekonzentration $m(X)$ pro L Löslichkeit $\left[\frac{g}{L}\right] = c(X) * Mw(X)$
$K_L = c(A)^m * c(B)^n = e^{-\frac{\Delta G}{R*T}}$	$c(M_m X_n \text{ gelöst}) = \sqrt[m+n]{\frac{K_L}{m^m * n^n}}$	

Komplexverbindungen

	Zentralatom, -ion	Zn	meist Metall, positiv geladen
	Liganden	OH	meist Nichtmetall, negativ geladen
	Koordinationsstruktur	tetraedrisch	geometrische Umgebung
	Koordinationszahl	6	Anzahl verbundene Atome/Ionen
	Anlagerungskomplexe (Komplexe mit starke zwischenmolekulare Kräfte)		

- Hydratisierung $CoCl_2 + 6H_2O \rightarrow [Co(H_2O)_6] + Cl_2$
- Ligandaustausch $[Co(H_2O)_6] + 4NH_3 \leftrightarrow [Co(H_2O)_2_4NH_3] + 4(H_2O)$

Chelatliganden (können sich an mehreren Koordinationsstellen anbinden)

z.B. $EDTA^4$ (Ethylendiamin-tetraacetat); Hämoglobin (roter Blutfarbstoff)

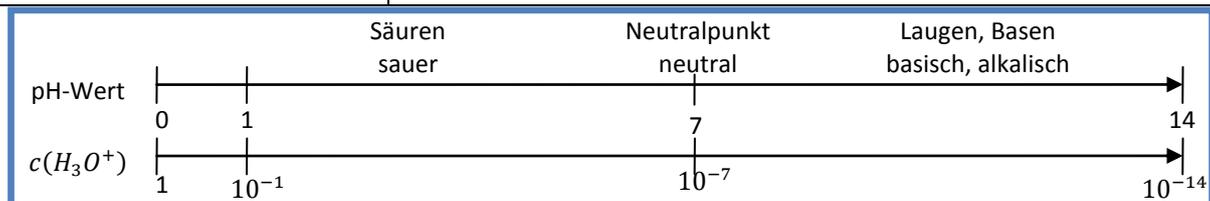
Eigenschaften: verdrängt einfach gebundener Ligand vollständig, extrem stabil

Säuren und Basen

Säuren	Basen
Protonendonatoren, polare H-X-Bindung	Protonenakzeptoren, freie Elektronenpaare
$HA + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$ Säure + (Base) \leftrightarrow konj. Base + konj. Säure	$B + H_2O \leftrightarrow HB^+ + OH^-$ Base + (Säure) \leftrightarrow konj. Säure + konj. Base
Ampholyt: sowohl Säure als auch Base z.B. Wasser	

Stärke von Säuren und Basen

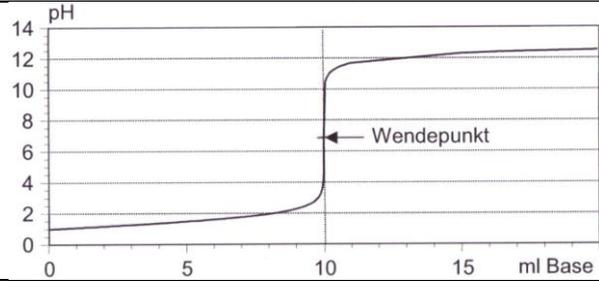
$K_s = \frac{c(H_3O^+) * c(A^-)}{c(HA)}$ $pK_s = -\log K_s$	<p>Säurenstärke</p>
	<p>Basenstärke</p>
	$K_b = \frac{c(OH^-) * c(HB^+)}{c(B)}$ $pK_b = -\log K_b$



Ampholyt Wasser

$H_2O + H_2O \leftrightarrow OH^- + H_3O^+$ Säure + (Base) \leftrightarrow konj. Base + konj. Säure		
$K_W = c(H_3O^+) * c(OH^-) = 10^{-14} \frac{mol^2}{l^2}$	$pK_W = -\log K_W = 14$	$c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \frac{mol}{l}$

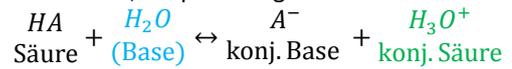
pH-Titration (Tröpfchen für Tröpfchen)



Wendepunkt: Rasanter Sprung bei pH 7

Puffer

Säure/Base Lösung, die der pH Wert kaum verändert.
z.B. Hahnenwasser, Körperflüssigkeiten



$$pH = pK_S + \log \frac{c(A^-)}{c(HA)}$$

Redox-Reaktionen

Vorgang	Frühere Definition	Heutige Definition	Beispiele
Oxidation	Aufnahme von Sauerstoff	Elektronen-Abgabe	$Na \rightarrow Na^+ + e^-$
Reduktion	Abgabe von Sauerstoff	Elektronen-Aufnahme	$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu^0$

Redoxvorgang = gekoppelte Oxidation und Reduktion (= Elektronenübertragungsreaktionen)

	Reduktionsmittel Oxidationsmittel	Formale Trennung in Halbreaktionen	Magnesium verbrennt mit einer weissen Flamme
(1)	Oxidation	$A^m \rightarrow A^{(m+x)} + xe^-$	$2Mg \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$
(2)	Reduktion	$B^n + xe^- \rightarrow B^{(n-x)}$	$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$
Redox-Paar	Redoxreaktion	$A^m + B^n \leftrightarrow A^{(m+x)} + B^{(n-x)}$	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Oxidationszahlen (EN-negativeres Ion bezieht e^-)	reale	arabische Ziffern	Ca^{2+}	[1 + , 2 -]
	zugeordnete		römische Ziffern	$(Cr_2^{+VI}O_7^{-II})^{2-}$

Ladungserhalt, Masseerhalt Gleiche Ladung und Masse auf beiden Seiten der Reaktion

Einzeichnen

$2H_2^0 + O_2^0 \rightarrow 2H_2^{+I}O^{-II}$ 2(+2e ⁻) Reduktion 4(-1e ⁻) Oxidation	Oxidationsmittel:	O_2	(läuft Reduktion)
	Reduktionsmittel:	H_2	(läuft Oxidation)

Sprengstoffe

Eigenschaften rasch zersetzen Wärme freigeben erhebliche Gasmengen produzieren Brennstoff und Sauerstoff zusammen	
--	--

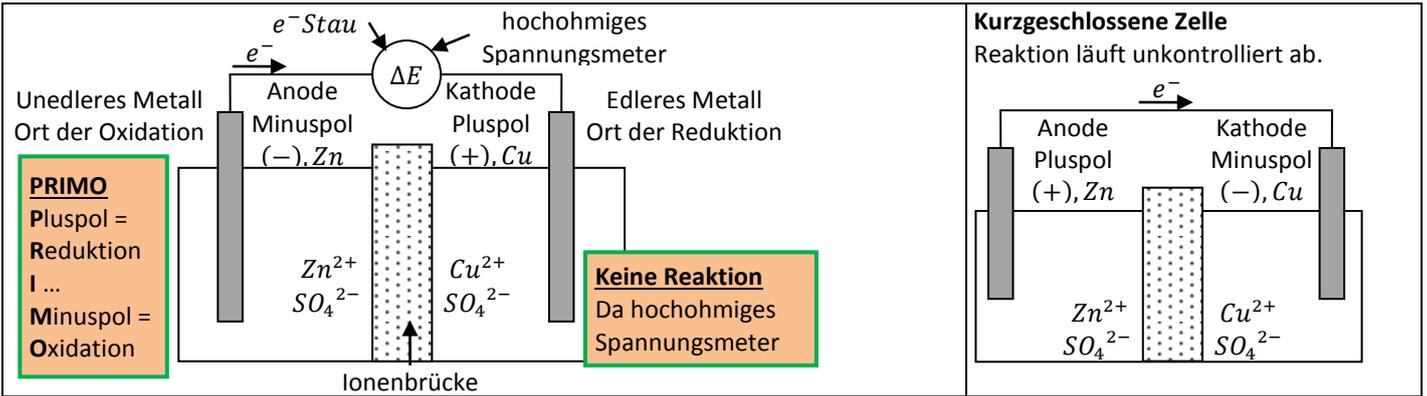
Sprengstoffe

Ammoniumnitrat	$(NH_4)(NO_3)$	<ul style="list-style-type: none"> • Temperaturentwicklung gering • Mischung mit ca. 10% Heizöl
Nitroglycerin	$C_3H_5(NO_3)_3$	<ul style="list-style-type: none"> • flüssig • extrem reibungs- und schlagempfindlich
Trinitrotoluol (TNT)	$C_6H_2(CH_3)(NO_2)_3$	<ul style="list-style-type: none"> • Festkörper • handhabungssicher, stossunempfindlich
Schwarzpulver	75% Kaliumnitrat KNO_3 10% Schwefel, 15% Kohle	<ul style="list-style-type: none"> • hohe Zündempfindlichkeit • günstig

Unedle und edle Metalle

Ein Metall ist umso edler, je schwerer das Metall seine e^- abgibt, je leichter seine Kationen e^- aufnehmen

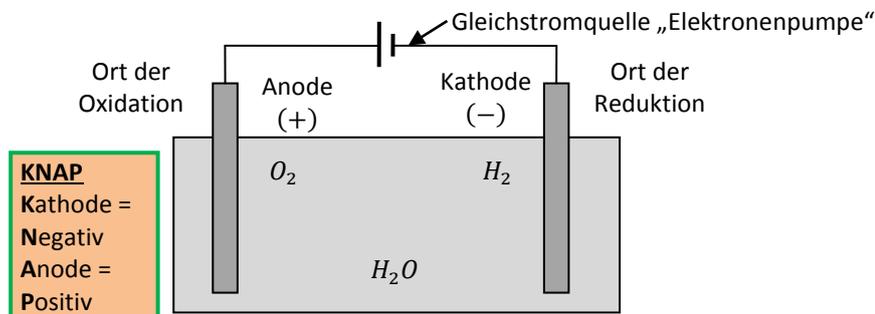
Daniell-Element



Oxidation	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	$E^0_{Ox} = 0.763$
Reduktion	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	$E^0_{Red} = 0.337$
Redoxreaktion	$Zn + Cu^{2+} \leftrightarrow Zn^{2+} + Cu$	$\Delta E^0 = E^0_{Red} + E^0_{Ox}$
$\Delta G = -n * F * \Delta E^0$	$= -2 * 96500 \frac{As}{mol} * 1.097V$	$= -212 \frac{kJ}{mol}$

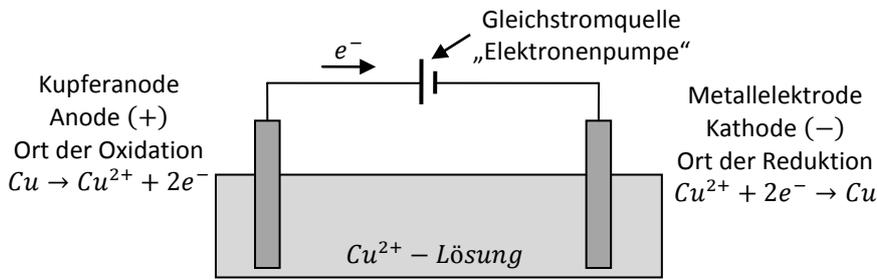
$\Delta G = -n * F * \Delta E^0$ $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{R * T}{n * F} * \ln(K^*)$ $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0.059V}{n} * \log(K^*)$ $K^* = \frac{c(C)^{\gamma} * c(D)^{\delta}}{c(A)^{\alpha} * c(B)^{\beta}}$	ΔG	freie Enthalpie	$\frac{kJ}{mol}$
	n	Anzahl übertragener e^-	
	F	Faraday-Konstante	$96'500 \frac{C}{mol}$
	ΔE^0	Potentialdifferenz bei Standardbedingungen	V
	K^*	Reaktionsquotient der Redoxreaktion	-

Elektrolyse (Erzwungene Redox-Reaktion)



Oxidation	$4O^{(-II)}H^- \rightarrow O^{(0)}_2 + 2H_2O + 4e^-$	$E^0_{Ox} = -0.40V$
Reduktion	$4H^{(+I)}_2O + 4e^- \rightarrow 2H^{(0)}_2 + 4OH^-$	$E^0_{Red} = -0.83V$
Redoxreaktion	$2H_2O \leftrightarrow 2H_2 + O_2$	$\Delta E = -1.23V$

Galvanisieren (Abscheidung von Metallen auf leitfähigen Oberflächen)



$G = I * t = (n * z) * F$	G	Ladungsmenge	$A * s$
	n	Abgeschiedene Stoffmenge des Metalls in M	mol
	z	Zahl der verschobenen Elektronen	-

Chemische Reaktionen

Reaktionstypen	Löslichkeit	Auflösungsreaktion	$NaCl_{(f)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$
		Fällungsreaktion	$BaCl_{2(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} \rightarrow BaSO_{4(f)} + NaCl_{(aq)}$
	Komplexe	Komplexbildungsreaktion	$CoCl_2 + 6H_2O \rightarrow [Co(H_2O)_6]Cl_2$
		Ligandaustausch	$[Co(H_2O)_6]Cl_2 + 6NH_3 \rightarrow [Co(NH_3)_6]Cl_2 + 6H_2O$
	Säure-Base-Reaktionen (Proton-Übertragung)		$HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$
Redox-Reaktion (Elektronen-Übertragung)		$2Na^{+I}Cl^{-I} \rightarrow 2Na^0 + Cl_2^0$	

Korrosion

Definition

Reaktion eines metallischen Werkstoffes mit seiner Umgebung, meist elektrochemisch

Bedingungen

- Kontaktierung verschiedener edler Metalle mit unterschiedlichem Potential E^0
- lokal unterschiedliche Konzentrationen von metall-kontaktierenden Stoffen, z.B. Sauerstoff

Lokalelemente

Dabei bilden sich in meist wässrigen Lösungen sog. Lokalelemente, kurzgeschlossene Zellen, deren Elektrodenoberflächen sehr klein sind.

Batterien

$W_{theor} = U * I * t = \Delta E^0 * n * F$	$W_{prakt} = \Delta W_{theor} - E_{oe} - E_{os} - E_p$
--	--

Organische Chemie

Chemie der Kohlenstoffverbindungen, nur Nichtmetalle

Eigenschaften

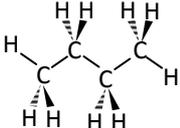
- geringe Wärmebeständigkeit → schwache kovalente Bindungen
- Flüchtigkeit / Geruch, tiefer Schmelz- und Siedepunkt → zwischenmolekulare Kräfte klein
- Brennbarkeit

Gruppen

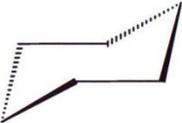
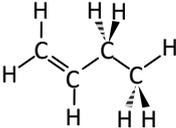
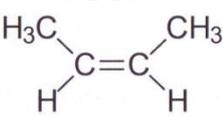
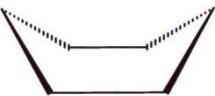
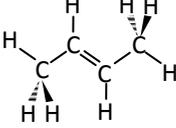
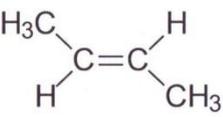
Funktionelle Gruppen

Alkane		Benzin, Heizöl	Methan	Ethan	Propan	Butan	Pentan	... -an
			CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	C_5H_{12}	C_nH_{2n+2}
Cyclische Alkane			Cyclo-... gute zwischenmolekularen Wechselwirkungen					
Alkene		Ethylen PE, PP	...-en Nachweis von C-Doppelbindungen mit Br_2					
Alkine		Acetylen	...-in					
Aromaten		Benzol, Toluol		kein C=C-Doppelbindungscharakter instabil:				
Halogenierte Kohlenwasserstoffe		Chloroform FCKW PVC, PTFE	ursprünglich wirksam gegen Insekten langsam biologisch abbaubar, zerstören Stratosphäre Substitutionsreaktion: Austausch eines H-Atoms					
Ether		Diethyleter						
Alkohole (wasserlöslich)		Ethanol	H-Brücken Reaktivität gegenüber Oxidationsmittel					
Aldehyde		Riechstoffe: z.B. Zimtaldehyd	Ausgangsstoff für Phenol-Formaldehyd-Harte PF Monomer von Polyoxymethylen POM					
Ketone (Carbonyle)		Aceton Methyl-Ethyl-Keton Cyclohexanon	Bedeutung als Lösungsmittel					
Carbonsäuren (wasserlöslich)		Ameisensäure, Essigsäure, Zitronensäure	schwache Säuren					
Ester		Essigsäure-ethylester	Veresterung: Kondensation, Herstellung von KS					
Amine (wasserlöslich)		Ammoniak Methylamin 1.6-Diaminohexan	Fisch-Geschmack Basen, können Protonen aufnehmen es müssen nicht unbedingt H am N sein					
Aminosäuren			asymmetrische C-Atome → chiral			Zwitterion:		
Amide		Polyamid, Proteine	Herstellung von synthetischen Polyamiden Ausbildung von Proteine					
Isocyanate	$R-N=C=O$		Ausgangsstoff für Polyurethan					
Nitrile	$R-C≡N$	Polyacrylnitril						

Modelle

Molekülformel Summenformel	Konstitutionsformel	Strukturformel Valenzstrichformel	Strukturformel räumlich Keilstrichformel	Kurzschreibweise
C_4H_{10}	$CH_3CH_2CH_2CH_3$	<pre> H H H H H-C-C-C-C-H H H H H </pre>		C als Punkt ohne H 

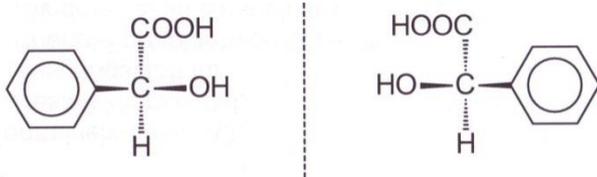
Isomere

Konformations-Isomere	Konstitutions-Isomere	Konfigurations-Isomere cis-trans Isomere
Sesselform 	1-Buten 	cis-2-Buten 
Wanneform 	2-Buten 	trans-2-Buten 

Chiralität (optische Aktivität)

=Molekül, das mit seinem Spiegelbild nicht zur Deckung gebracht werden kann.

C-Atom mit 4 unterschiedlichen Substitutionen

**Reaktionstypen**

Addition	2 Stoffe reagieren zu einem neuen Stoff	$A + B \rightarrow AB$
Substitution	Austausch eines Substituenten	$AS + BT \rightarrow AT + BS$
Elimination	Abspaltung eines Moleküls	$AB \rightarrow A + B$
Kondensation	2 Stoffe reagieren unter Bildung eines leichtflüssigen Stoffes, meist Wasser	$Carbonsäure + Alkohol \rightarrow \dots + Wasser$